TD N°1 de Chimie **Préparation des solutions.**

a) LES SOLUTIONS

Une solution est un mélange homogène de deux ou plusieurs constituants. (en phase liquide, gazeuse, ou solide).

- Le **solvant** est toute substance liquide qui a le pouvoir de dissoudre d'autres substances.
- Le **soluté** est une espèce chimique (moléculaire ou ionique) dissoute dans un solvant.

Le solvant est toujours en quantité très supérieure au(x) soluté(s).

Ce mélange homogène (solvant + soluté) est appelé **solution aqueuse** si le solvant est l'eau.

b) LES CONCENTRATIONS

Les concentrations sont des grandeurs avec unités permettant de déterminer la proportion des solutés par rapport à celle du solvant, Selon la nature de l'unité choisie, on distingue :

1) La molarité (CM) : exprime le nombre de mole du soluté par litre de solution.

2) La molalité (Cm) : exprime la quantité de soluté contenue dans 1000g de solvant.

3) La normalité (N) : exprime le nombre d'équivalents grammes de soluté par litre de solution (éq.g/l).

L'équivalent-gramme est la quantité de substance comprenant une mole des particules considérées (H^+,OH^-**,** e–, etc.)

4) Le pourcentage % d'une solution indique la masse de substance pour 100g de solution. Il s'agit d'une comparaison poids–poids

c) DILUTION D'UNE SOLUTION AQUEUSE

La dilution d'une solution aqueuse consiste à en diminuer la concentration par ajout de solvant (eau). La solution initiale de concentration supérieure est appelée **solution-mère**. La solution finale de concentration inférieure est appelée **solution-fille (solution diluée)**. Lors d'une dilution, il ya conservation de la quantité de matière de soluté de telle sorte que l'on peut écrire :

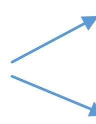
ni = nf ⇒ $C_iV_i = C_fV_f$

Avec n : quantité de matière ; V : volume et C : concentration

i : initial c'est-à-dire relatif à la solution-mère. f: final c'est-à-dire relatif à la solution diluée.

d) Calcul d'incertitude :

Toute mesure est affectée d'une erreur



Précision limitée des appareils

Erreur humaine

L'incertitude sur le résultat d'une mesure doit donc être indiquée. On l'indique par la notation **±.**

La valeur *x* d'une grandeur, résultant d'une mesure ou d'un calcul, peut être présentée comme une valeur estimée *xestimée* associée à son incertitude absolue Δx $x = x_{estimée} \pm \Delta x$

Incertitude absolue = limite supérieure de l'erreur absolue = Δx

Incertitude relative = incertitude absolue/ valeur mesurée=$\Delta x/x$

- Supposons que la grandeur cherchée R soit la somme de 2 mesures A et B : $R = A + B$

Dans ce cas l'incertitude sur le résultat est : $\Delta R = \Delta A + \Delta B$

Il en est de même pour : $R = A - B$ → **l'incertitude absolue sur une somme ou une différence est la somme des incertitudes absolues de chaque terme.**

- Supposons maintenant que la grandeur cherchée R soit le résultat du calcul suivant :

où A, B et C sont des grandeurs que l'on mesure.

$R = A.B/C$ où A, B et C sont des grandeurs que l'on mesure. Dans ce cas l'incertitude relative sur le résultat est : $\Delta R = \Delta A/A + \Delta B/B + \Delta C/C$.

→ l'incertitude relative sur un produit ou un quotient est la somme des incertitudes relatives de chaque terme.

Application :

Exercice 1 :

a) Calculer la masse molaire du carotène de formule $C_{40}H_{56}$ présent dans l'alimentation du flamand rose et responsable de sa couleur.

b) La créatine rend les muscles plus efficaces en effort intense et rapide. Sa vente est légale en France, mais sa consommation ne doit pas excéder une masse m = 3,0 g par jour. Quelle quantité de matière n de créatine $C_4H_9N_3O_2$ est-on autorisé à consommer quotidiennement ?

Exercice 2 :

l'éthoxyéthane $C_4H_{10}O$, couramment appelé éther, est souvent utilisé comme solvant, et anciennement comme anesthésique général.

1. Quelle est la masse m d'éther dans un flacon de volume V = 100 mL vendu en pharmacie ?
2. b. Quelle est la quantité de matière n d'éther dans ce flacon ? Donnée : masse volumique de l'éther : $\rho = 0,70\ kg.L^{-1}$.

Exercice 3 :

On a mis en solution 5g de $FeCl_3$ dans une fiole jaugée de 250mL. On donne M_{Fe}= 55,9g/mol et M(Cl)=35,5g/mol.

1) Calculer la masse molaire de $FeCl_3$.
2) Quelle est la concentration de la solution de $FeCl_3$?
3) Quelle est la concentration pondérale de la solution ?
4) Quelle est la concentration en ion Cl^- ?

Exercice 4 :

Un morceau de sucre ($C_{12}H_{22}O_{11}$) de masse 6 g est dissout dans l'eau. La concentration molaire en saccharose de la solution est égale à 5.85 x10^{-2} mol/L.

1)- Calculez le volume de la solution préparée.

2)- On prélève 50 mL de la solution mère précédente et on rajoute un morceau de sucre. Est-ce une dilution ? Justifiez votre réponse.

3)- On prélève 50mL de la solution mère précédente, puis on complète avec de l'eau distillé pour obtenir 100 mL de la solution fille.

a)- Est-ce une dilution ? Justifiez votre réponse.

b)- Calculez la concentration de la solution fille obtenue.

Exercice 5 :

a) Quelle est la molarité, la normalité et la molalité des solutions suivantes : H_2SO_4 (98% ; d = 1,83). NH_3 (28%; d = 0;898)

b) On dispose d'une solution d'acide chlorhydrique concentrée à 37% de densité 1,18. On prélève 10 mL de cet acide que l'on dilue dans une fiole d'1 litre. Quelle est la concentration de la solution obtenue. On donne M_{HCl}= 36,5 g/mol

Exercice 6:

Pour neutraliser 10 ml d'une solution d'hydroxyde de potassium (KOH), on utilise 35 mL d'une solution étalon à 4,9 10^{-3} (g/L) d'acide sulfurique (H_2SO_4). Calculez la concentration molaire de la solution d'hydroxyde de potassium, puis sa concentration pondérale.

On donne: M (KOH) = 55,1 g/mol , M(H_2SO_4) = 98 g/mol ,

Exercice 7:

On dispose d'une solution aqueuse mère de diiode, de concentration molaire $C_1 = 5,0\times10^{-1}$ mol/L. On souhaite obtenir une solution fille de concentration $C_2 = 1.0\times10^{-2}$ mol/L et de volume V2 = 250 mL.

1)- Calculez le volume de solution mère à prélever pour préparer la solution fille.

2)- Faire une liste précise du matériel nécessaire à la préparation de cette solution. Donner les volumes de la verrerie à utiliser.

3)- Schématisez la solution obtenue dans son récipient, en montrant comment on ajuste correctement le volume de cette solution.

4)- Les solutions de diiode sont brunes. La solution fille sera-t-elle plus foncée ou moins foncée que la solution mère ?

Exercice 8 :

L'éosine est une espèce chimique colorée possédant des propriétés antiseptique et desséchante. La solution aqueuse utilisée a une concentration **C** = $2{,}90 \times 10^{-2}$ mol / L.

1)- Quelle est la quantité d'éosine à dissoudre dans de l'eau distillée pour préparer 250 ml de solution ?

2)- Quelle est la masse correspondante ?

3)- Décrire la préparation de cette solution. Quelle est l'incertitude sur la mesure de la concentration ?

4)- Quelle est la concentration massique (titre massique) de l'éosine dans la solution ?

Données : incertitude sur le volume de la fiole jaugée ΔV= 0.1 mL et l'incertitude absolue Δm sur la masse pesée est égale a 10^{-4} g, la masse molaire de l'éosine : M (Eosine) = 693,6 g /mol.

TD N°2 de Chimie **Constituants de la matière, Radioactivité.**

Exercice 1 : Dites parmi ces affirmations suivantes, celles qui sont justes et celles qui sont fausses :

a)- Seuls les neutrons sont contenus dans le noyau. **b)-** Le nombre d'électrons d'un atome définit le numéro atomique Z. **c)-** La charge du proton est égale en valeur absolue à celle de l'électron

d)- Le nombre de masse d'un atome représente son nombre de nucléons.

e)- L'ion bromure Br^- possède 81 nucléons, 36 électrons et a une masse molaire égale à 80 g/mol.

f)- L'atome A contient 6 protons et 6 neutrons. L'atome B contient 6 protons et 8 neutrons ; A et B sont donc des isotopes. **g)-** L'unité de la masse atomique (u.m.a) est environ équivalente à la masse d'un neutron.

Exercice 2 : Complétez le tableau suivant :

Symbole	Nom de l'élément chimique	Nombre protons	Nombre de neutrons	Nombre d'électrons	Explication
$^{7}_{3}Li^{+}$					
$^{12}_{6}C$					
$^{16}_{8}O^{2-}$					
$^{35}_{17}Cl$					

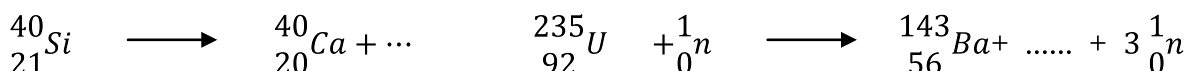
Exercice 3: 1)- L'élément naturel fer est constitué de quatre isotopes : ^{54}Fe (6,04 %), ^{56}Fe (91,57 %), ^{57}Fe (2,11 %), ^{58}Fe (0,28 %). Quelle masse atomique peut-on prévoir pour le fer naturel ? On donne les masses atomiques en u.m.a : 53,953, 55,948, 56,960, 57,959 pour respectivement ^{54}Fe , ^{56}Fe , ^{57}Fe , ^{58}Fe

Exercice 4 : 1)- Calculez en MeV l'énergie de cohésion (ou de liaison) du noyau de l'azote N.

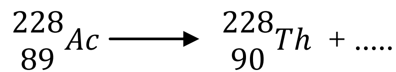
2)- Comparez la stabilité du noyau d'azote à celle du noyau d'oxygène O dont l'énergie de cohésion est de 131,52 MeV. On donne : masse du proton, du neutron et du noyau de l'azote : 1,00727, 1,00866 et 14, 0037 u.m.a. respectivement.

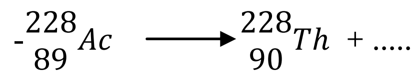
3)- Calculez l'énergie de cohésion du noyau du Potassium $^{39}{}_{19}Z$ en J/mol, MeV/noyau et en MeV/nucléon. On donne : m_p = 1,00727 u.m.a ; m_n = 1,00866 u.m.a.

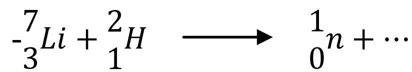
Exercice 5 : Compléter les réactions nucléaires suivantes en rappelant les lois de conservation utilisées pour équilibrer cette réaction.

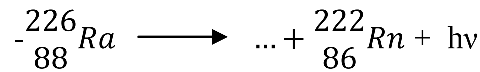


$$^{40}_{21}Si \longrightarrow ^{40}_{20}Ca + \cdots \qquad ^{235}_{92}U + ^{1}_{0}n \longrightarrow ^{143}_{56}Ba + \ldots\ldots + 3\,^{1}_{0}n$$


$^{228}_{89}Ac \longrightarrow \, ^{228}_{90}Th + ...$


- $^{228}_{89}Ac \longrightarrow \, ^{228}_{90}Th + ...$


- $^{7}_{3}Li + ^{2}_{1}H \longrightarrow \, ^{1}_{0}n + \cdots$


- $^{226}_{88}Ra \longrightarrow ... + ^{222}_{86}Rn + h\nu$

Exercice 6: Un échantillon de 10 mg d'iode $^{131}_{53}I$ est radioactif β^-. Il a une période T = 8 jours.

1) - Donnez la définition de la période radioactive T d'un élément ?

2)- Calculez la constante radioactive λ de l'iode $_{53}^{131}I$. 3)- Quelle masse d'iode $_{53}^{131}I$ reste-t-il au bout de 24 jours ? 4)- Ecrire l'équation-bilan de désintégration de l'iode 131.

5)- Calculez l'énergie libérée par la désintégration d'un noyau d'iode $^{131}{}_{53}\mathbf{I}$ en joule et en MeV

Exercice 7 : Le corps humain contient environ 20% en masse de l'élément carbone, et le carbone naturel contient $1,3.10^{-10}$ % de carbone $^{14}_{6}C$, qui est radioactif.

- Combien de désintégrations radioactives de ce carbone $^{14}_{6}C$ se produit-il, en une minute, dans le corps d'un individu de 75kg ? **On donne** : la période du $^{14}{}_{6}C$: T= 5580 ans.

TD N°3 de Chimie **Structure électronique, Tableau périodique.**

Exercice 1: 1)- Dans un atome, un électron est caractérisé par 4 nombres quantiques, lequel et que signifie chacun d'eux ?

2)-Pour chacune des valeurs de « l » permises, donnez toutes les valeurs de « m » permises :

l=2, l=0 , l=4

3)- Donner le nom de chacune des orbitales atomiques suivantes :

a) n =3 , l=0 , m=0 . b) n =2 , l=1 , m=1 c) n =4 , l=2 , m=-2 d) n =5 , l =3 , m =0

4)- Parmi ces orbitales, indiquer celles qui n'existent pas :

a) 3p b) 5s c) 2d d) 4g e) 5f

Exercice 2 : Pour un électron d'un élément polyelectronique :

1)- Il existe 3 niveaux d'énergie distincts ayant même valeur de nombre quantique principal n=4 ;

2)- Il existe 16 orbitales atomiques ayant même valeur de nombre quantique n=4.

3)- Il existe 16 électrons ayant même valeur de nombre quantique principal n=4.

4)- Il existe 3 niveaux d'énergies distinctes dégénérées ayant même valeur de nombre quantique principale n=4. Dites si c'est affirmations sont justes ou fausses

Exercice 3 : Soit les éléments suivants :

$_{9}F$, $_{12}Mg$, $_{16}S$, $_{17}Cl$, $_{17}Cl^{-}$, $_{24}Cr$, $_{26}Fe$, $_{27}Co$, $_{28}Ni$, $_{29}Cu$, $_{35}Br$.

1)- Donnez la configuration électronique de chaque élément. Situer chaque élément dans le tableau périodique en indiquant :

a- La période. b- Le groupe et le sous-groupe.

2)- Justifiez les exceptions à la règle de remplissage.

3)- Donnez le numéro de l'élément qui appartient à la même période que le Cr et le même groupe que le F.

Exercice 4: 1)- Comment varient le rayon atomique, l'électronégativité et l'énergie d'ionisation des éléments suivant une période et suivant une colonne du tableau périodique. Justifiez votre réponse.

2)- Soit les éléments suivants : $_{12}Mg$, $_{14}Si$, $_{38}Sr$, $_{22}Ti$. Préciser :

a) L'élément ayant le plus petit rayon atomique. b) L'élément ayant le plus grand rayon atomique. 3)- Soit les éléments suivants : $_{11}Na$, $_{19}K$, $_{37}Rb$;

Classez ces éléments par ordre d'énergie d'ionisation et d'électronégativité croissante.